UNIDAD 1

INTRODUCCIÓN A LAS PROPIEDADES DE LA MATERIA

FISICOQUÍMICA 101/102

CURSO 2026

Contenido

01 Propiedades de sólidos, líquidos y gases

02 Modelo de gas ideal

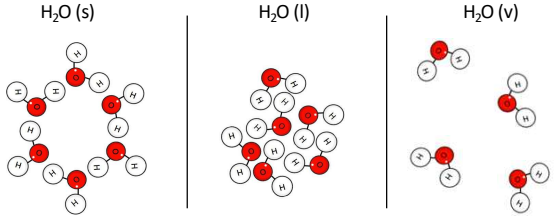
03 Teoría cinético-molecular de los gases

04 Desviaciones del modelo de gas ideal

Estados sólido, líquido y gaseoso

- Orden
- Distancia entre moléculas
- Fuerzas de cohesión
- Forma
- Volumen
- Densidad
- Fluidez

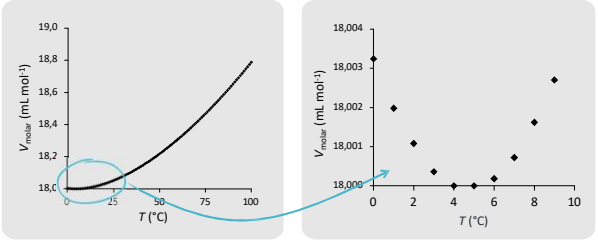
Distancia entre moléculas



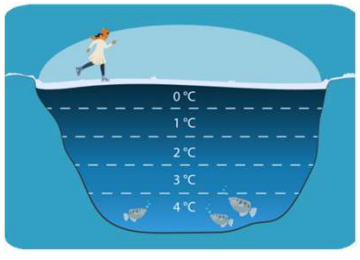
r (O-O) = 0,276 nm

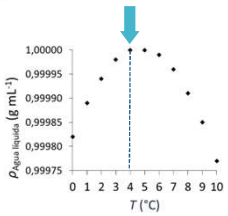
r (O-O) = 0,23 - 0,32 nm

Dilatación anómala del agua



Dilatación anómala del agua





La máxima densidad del agua líquida se da a 4 °C siendo el valor de 1 g mL^{-1}

Densidad del agua

Densidad del agua

1 L de agua líquida a 0 °C ➡ 999,82 g

999,82 g de agua sólida a 0 °C ➡ 1,09 L

ΔV = 90 mL

Densidad del agua

1 mol de agua= 18 g de agua $\quad \rho = \frac{m}{V}$

Agua líquida

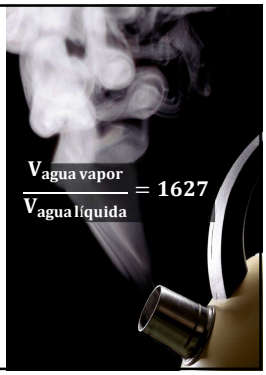
$\rho_{H_2O\ (l),100\ °C} = 0{,}95805\ g\ mL^{-1}$

$V_{H_2O\ (l),100\ °C} = 18{,}8\ mL$

Agua vapor

$\rho_{H_2O\ (v),100\ °C,1\ atm} = 0{,}000588\ g\ mL^{-1}$

$V_{H_2O\ (v),100\ °C,1\ atm} = 30{,}586\ L$



Coeficiente de expansión térmica o dilatación cúbica

$\alpha = \frac{1}{V}\left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_P \qquad dV = \alpha V dT$

En intervalos de T pequeños, α puede considerarse independiente de T.

Forma exacta $\ln\left(\frac{V_f}{V_i}\right) = \alpha(T_f - T_i)$

Forma aproximada $\frac{\Delta V}{V} = \alpha \Delta T$

Valores de α

- Sólidos: entre 10^{-5} y 10^{-4} K^{-1}
- Líquidos: entre 10^{-5} y 10^{-3} K^{-1}

Coeficiente de compresibilidad isotermo

$\kappa = -\frac{1}{V}\left(\frac{\partial V}{\partial P}\right)_T \qquad dV = -\kappa V dP$

En intervalos de P pequeños, κ puede considerarse independiente de *P*

Forma exacta $\ln\left(\frac{V_f}{V_i}\right) = -\kappa(P_f - P_i)$

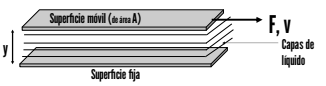
Forma aproximada $\frac{\Delta V}{V} = -\kappa \Delta P$

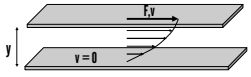
Valores de κ

- Sólidos: orden 10^{-6} atm^{-1}
- Líquidos: orden 10^{-4} atm^{-1}

Viscosidad

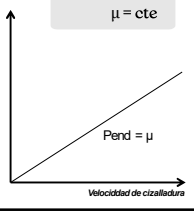
Ley de Newton de la viscosidad



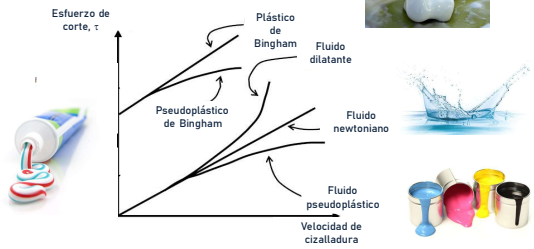


$\frac{F}{A} = \mu\frac{v}{y}$ Viscosidad dinámica

Fluidos Newtonianos: μ = cte



Tipos de fluidos



Unidades

Viscosidad dinámica

- Sistema Internacional

$$\frac{N \cdot m}{m^2 \cdot m\ s^{-1}} = N\ m^{-2}\ s = Pa\ s = kg\ m^{-1}\ s^{-1}$$

- Sistema cgs

$$dyn\ cm^{-2}\ s = g\ cm^{-1} s^{-1} = P \Rightarrow \text{Poise}$$

$$1\ P = 1\ dyn\ cm^{-2}\ s = 0{,}1\ Pa\ s$$

$$1\ cP = 1\ mPa\ s$$

Viscosidad cinemática

$$\text{Viscosidad cinemática} = \frac{\mu}{\rho}$$

- Sistema Internacional

$$\frac{kg\ m^3}{m\ s\ kg} = m^2\ s^{-1}$$

- Sistema cgs

$$cm^2\ s^{-1} \Rightarrow \text{stoke (st)}$$

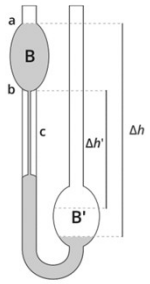
Tipos de viscosímetros

Viscosímetro rotacional

Viscosímetro de copa

Viscosímetro capilar

Viscosímetro de Ostwald



Ecuación de Hagen - Poiseuille

$$V = \frac{\pi . \Delta P . r^4 . t}{8 . L . \mu}$$

El uso de una referencia permite simplificar la determinación

$$V = \frac{\pi . \Delta P_1 . r^4 . t_1}{8 . L . \mu_1} = \frac{\pi . \Delta P_2 . r^4 . t_2}{8 . L . \mu_2}$$

$$\Delta P_1 = \rho_1 . g . \Delta h \qquad \Delta P_2 = \rho_2 . g . \Delta h$$

1 - solución problema
2- referencia

$$\frac{\mu_1}{\mu_2} = \frac{\rho_1 . t_1}{\rho_2 . t_2}$$

Viscosidad

Valores a 25°C

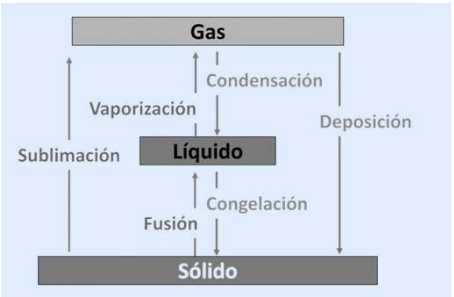
- Aire: 0,021 cP
- Benceno: 0,6 cP
- Agua: 0,89 cP
- Aceite de oliva: 80 cP
- Glicerol: 954 cP

La viscosidad y la densidad no están relacionadas

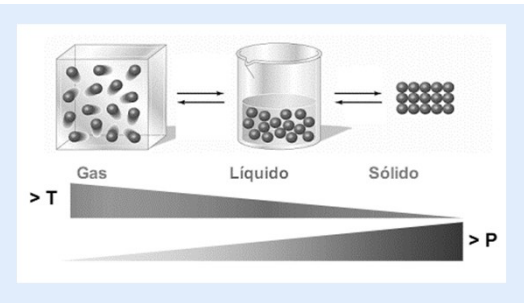
Efecto de la temperatura

- Líquidos: la viscosidad disminuye con la temperatura.
- Gases: la viscosidad aumenta con la temperatura.

Cambios de estado de agregación



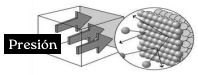
Cambios de estado de agregación



Estado gaseoso: algunas propiedades

- La separación promedio entre las moléculas son grandes en relación con sus diámetros.
- Baja densidad.
- Baja conductividad térmica.
- Partículas en movimiento continuo y desordenado chocando entre sí y con las paredes del recipiente, lo cual produce presión.

Concepto de Presión



$$\text{Presión} = P = \frac{\text{Fuerza}}{\text{Área}}$$

Unidades

Sistema Internacional

Pa = N m^{-2} = kg m^{-1} s^{-2}

	psi	atm	kgf cm^{-2}	mmHg	bar	Pa
psi (lb in^{-2})	1	0,06805	0,07031	51,71	0,068947	6894,8
atm	14,6959	1	1,03323	760	1,01325	101325
kgf cm^{-2}	14,223	0,96784	1	735,56	0,98066	98066
mmHg	0,01934	0,00132	0,00136	1	0,00133	133,32
bar	14,504	0,98692	1,01972	750	1	100000
Pa	0,000145	$9{,}87\times10^{-6}$	$1{,}02\times10^{-5}$	0,0075	1×10^{-5}	1

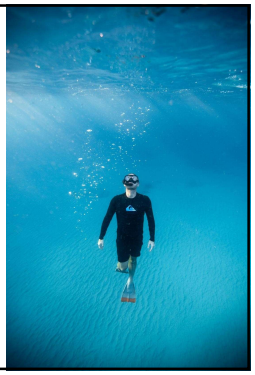
Principio fundamental de la hidrostática

La presión hidrostática en un punto de un fluido en reposo es directamente proporcional a la densidad del fluido, a la profundidad a la que se encuentra el punto y a la aceleración de la gravedad.

$$P = \frac{F}{A} = \frac{m \cdot g}{A}$$

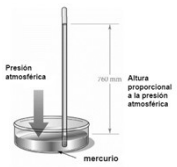
$$P = \frac{\rho \cdot V \cdot g}{A} = \frac{\rho \cdot A \cdot h \cdot g}{A}$$

$$P = \rho \cdot h \cdot g$$



Presión atmosférica

Experiencia de Evangelista Torricelli



$P_{atmosférica} = P_h + P_{vapor}$

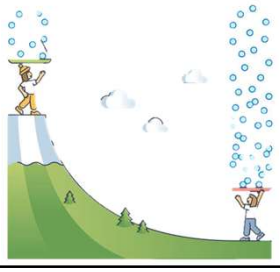
P_{vapor} del Hg por ser muy pequeña puede despreciarse, por lo que:

$P_{atmosférica} = P_h$

Unidad mmHg definida:

- 0 °C
- Nivel del mar
- 45 ° de latitud

Presión atmosférica



La presión atmosférica depende de la altitud

Altitud Uruguay ❯❯❯❯❯ Aprox. nivel del mar

P_{atm} ~ 1 atm

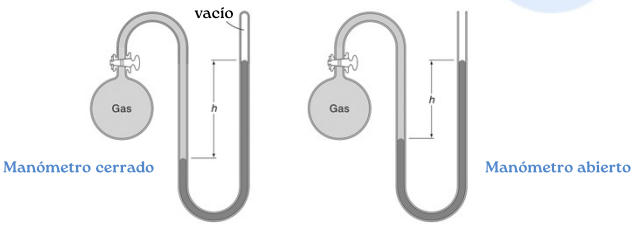
Altitud La Paz (Bolivia) ❯❯❯❯❯ Aprox. 3600 m

P_{atm} ~ 0,6 atm

Presión manométrica o relativa

- Son normalmente las presiones superiores a la atmosférica, que se miden por medio de un elemento que registra la diferencia entre la presión que es desconocida y la presión atmosférica que existe.
- Una presión manométrica de cero corresponde a una presión que es igual a la presión atmosférica local.
- Existen muchos dispositivos para medir presión. Entre los más comunes se encuentran los manómetros (de tubo en U y de Bourdon).

Manómetro en U



Manómetro cerrado

Manómetro abierto

$P_{gas} = P_h = \rho . g . h$

$P_{gas} = P_h + P_{atm} \Rightarrow P_{gas} = \rho . g . h + P_{atm}$

Manómetro de Bourdon

Aprovechan la elasticidad de los metales y constan de un tubo metálico que puede conectarse con el recipiente que contiene el gas.

Presión: otras definiciones

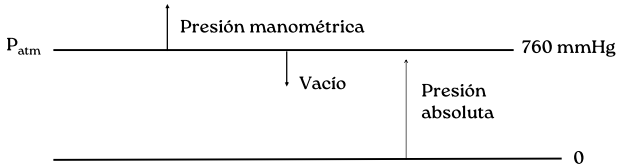
VACÍO:

Se refiere a presiones manométricas menores que la atmosférica, que normalmente se miden, mediante los mismos tipos de elementos con que se miden las presiones superiores a la atmosférica.

PRESIÓN ABSOLUTA:

Es la presión de un fluido medido con referencia al vacío perfecto o cero absoluto.

Presión: resumen



La relación entre la presión absoluta, presión atmosférica y presión manométrica (o presión relativa) es:

$$P_{absoluta} = P_{manométrica} + P_{atmosférica}$$

Ley de Boyle - Mariotte

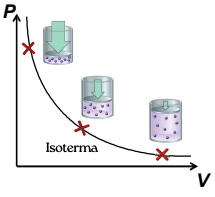
Si T y n permanecen constantes, el volumen de un gas es inversamente proporcional a su presión.

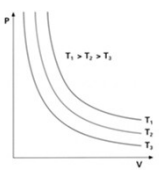
1627 - 1691

$$V = \frac{k}{P}$$

$$P = \frac{k}{V}$$

$$PV = k$$





Ley de Boyle - Mariotte

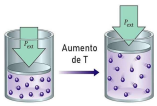
El volumen del aire en los pulmones de una persona es 615 mL aproximadamente, a una presión de 760 mmHg. La inhalación ocurre cuando la presión de los pulmones desciende a 752 mmHg. ¿A qué volumen se expanden los pulmones?

Ley de Charles y Gay-Lussac

1746 - 1823

Si P y n permanecen constantes, el volumen es directamente proporcional a la temperatura absoluta.

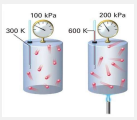
$$V = kT$$



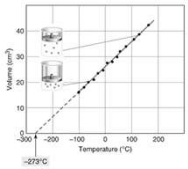
Si V y n permanecen constantes, la presión es directamente proporcional a la temperatura absoluta.

$$P = kT$$

1778 - 1850



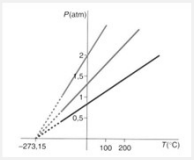
Ley de Charles y Gay-Lussac



$V = k.T$

$V / T = k$

$V_1 / T_1 = V_2 / T_2$



$P = k.T$

$P / T = k$

$P_1 / T_1 = P_2 / T_2$

Ley de Charles y Gay-Lussac

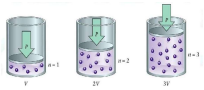
El argón es un gas inerte que se emplea en los focos para retrasar la vaporización del filamento. Un foco que contiene argón a 1,20 atm y 18 °C se calienta a 85 °C a volumen constante. Calcule su presión final (en atm).

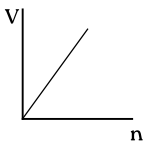
Ley de Avogadro

1776 - 1856

Si P y T permanecen constantes, el volumen es directamente proporcional a la cantidad de moléculas

$$V = kN$$

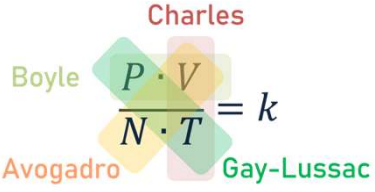




$V / n = k$

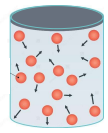
$V_1 / n_1 = V_2 / n_2$

Ecuaciones de estado: resumen



Modelo del gas ideal

Ecuación de estado



$$PV = nRT$$

$$PV_m = RT$$

Valores de R

- 0,082057 L atm mol^{-1} K^{-1}
- 62,36 L mmHg mol^{-1} K^{-1}
- 1,9872 cal mol^{-1} K^{-1}
- 8,314 J mol^{-1} K^{-1}

Modelo del gas ideal

Se libera una burbuja de 25 mL del tanque de oxígeno de un buzo que se encuentra a una presión de 4 atm y a una temperatura de 11 °C. ¿Cuál es el volumen de la burbuja cuando ésta alcanza la superficie del océano, dónde la presión es 1 atm y la temperatura es 18 °C?

Modelo del gas ideal

- Modelo teórico.
- Volumen de las moléculas despreciable comparado con el volumen que ocupa el gas.
- No existen interacciones entre las moléculas.
- Con pocas excepciones, el comportamiento de gas ideal se puede asumir con bastante precisión a presiones bajas o temperaturas altas.

Mezclas de gases ideales

Ecuación de estado

$$PV = n_T RT$$

Presión parcial

$$P_i = \frac{n_i RT}{V} < P$$

Presión que ejercería el gas i si estuviera SOLO ocupando el volumen V a la temperatura T

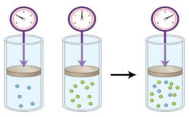
Ley de Dalton

1766 - 1844

$$P = \sum P_i$$

$$P_i = x_i P$$

fracción molar



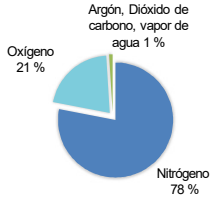
$$P_A = \frac{n_A RT}{V}$$

$$P_B = \frac{n_B RT}{V}$$

$$P_T = P_A + P_B$$

Ley de Dalton

Ejemplo del aire



$P = 1$ atm

Cuál es la presión parcial de los distintos gases en el aire?

$x_{O_2} = 0{,}21 \quad P_{O_2} = 0{,}21$ atm

$x_{N_2} = 0{,}78 \quad P_{N_2} = 0{,}78$ atm

$x_{otros} = 0{,}01 \quad P_{otros} = 0{,}01$ atm

Teoría cinético molecular de los gases

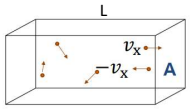
Hipótesis

Un gas se compone de un gran número de partículas o moléculas, pequeñas en comparación con las distancias entre ellas y con el tamaño del recipiente.

Las moléculas están en un continuo movimiento aleatorio.

Las colisiones entre las moléculas y entre las moléculas y la pared son perfectamente elásticas.

Teoría cinético molecular de los gases



$$P = \frac{F}{A} \qquad F = m \cdot a = \frac{\Delta p}{\Delta t}$$

$$p = m \cdot v$$

$$\Delta p_{\text{partícula}} = -m \cdot v_x - m \cdot v_x = -2m \cdot v_x$$

$$\Delta p_{\text{partícula}} = -\Delta p_{\text{pared}} \qquad \Delta p_{\text{pared}} = 2m \cdot v_x$$

$$v_x = \frac{\Delta x}{\Delta t} \qquad \Delta t = \frac{2L}{v_x} \qquad F = \frac{m \cdot {v_x}^2}{L}$$

$$P = \frac{m \cdot {v_x}^2}{L \cdot A} = \frac{m \cdot {v_x}^2}{V}$$

Presión ejercida por una partícula en el eje x

Teoría cinético molecular de los gases

Si se tienen N partículas: $\langle {v_x}^2 \rangle = \frac{\sum_{i=1}^{n} {v_x}^2}{N}$ Velocidad cuadrática media

$$\langle v^2 \rangle = \langle {v_x}^2 \rangle + \langle {v_y}^2 \rangle + \langle {v_z}^2 \rangle$$

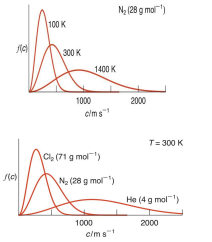
Movimiento aleatorio:

$$\langle {v_x}^2 \rangle = \langle {v_y}^2 \rangle = \langle {v_z}^2 \rangle \qquad \frac{\langle v^2 \rangle}{3} = \langle {v_x}^2 \rangle$$

$$P = \frac{N}{3} \cdot \frac{m \cdot \langle v^2 \rangle}{V}$$

Teoría cinético molecular de los gases

Distribución de Maxwell de velocidades moleculares



Equipartición de la energía

- Energía promedio de cada modo distinto de movimiento de una partícula es ½ kT
- Energía de traslación: 3/2 kT
- Energía de rotación, vibración, electrónica

$k = 1{,}38 \times 10^{-23}$ J K^{-1}
(Constante de Boltzmann)

Teoría cinético molecular de los gases

$$P = N \cdot \frac{m \cdot \langle v^2 \rangle}{3 \cdot V}$$

$$\left.\begin{aligned} \langle E_k \rangle &= \frac{1}{2} m \cdot \langle v^2 \rangle \\ \langle E_k \rangle &= \frac{3}{2} kT \end{aligned}\right\} \Rightarrow m \cdot \langle v^2 \rangle = 3kT$$

$$\left.\begin{aligned} P &= N \cdot \frac{3k \cdot T}{3V} \\ N_A &= \frac{N}{n} \end{aligned}\right\} \Rightarrow P = \frac{n \cdot N_A \cdot k \cdot T}{V}$$

$$P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$$

Desviaciones del modelo de gas ideal

- Las moléculas de distintos gases tienen distinta masa y distinto volumen.
- Existen interacciones entre las moléculas y entre las moléculas y las paredes del recipiente.
- El hecho que las sustancias condensen se debe asociar a la existencia de interacciones intermoleculares.

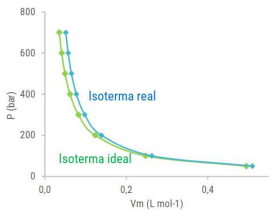
Isotermas del gas real

Ejemplo: ¿Qué volumen ocupa el H_2 gas a 25 °C?

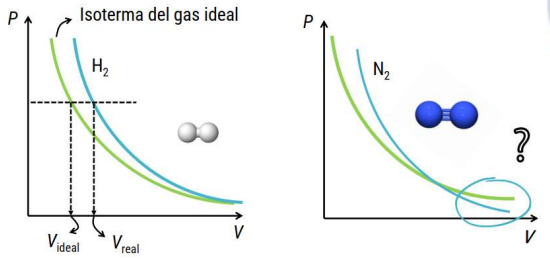
$$V_{m,ideal} = \frac{RT}{P}$$

determinado experimentalmente

P (bar)	$V_{m,ideal}$ (L mol^{-1})
50	0,4947
100	0,2473
200	0,1237
300	0,0824
400	0,0618
500	0,0495
600	0,0412
700	0,0353



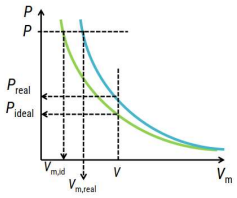
Isotermas del gas real



Factor de compresibilidad z

Permite evaluar la desviación de la idealidad en el comportamiento del gas real

$$Z(P,T) = \frac{PV_m}{RT} \qquad PV_m = ZRT$$



P (bar)	$V_{m,ideal}$ (L mol^{-1})	$V_{m,real}$ (L mol^{-1})	Z
50	0,4947	0,5097	1,030
700	0,0353	0,0512	1,449

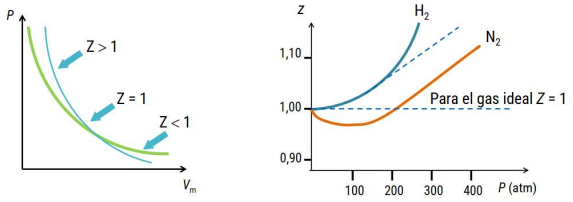
Se usan los valores de P_{real} y $V_{m,real}$ del gas

Para igual T y P $\quad Z = \frac{V_{m,real}}{V_{m,ideal}}$

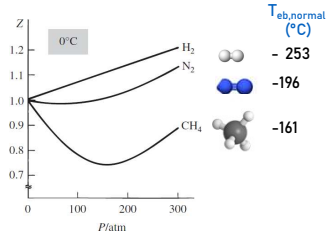
Para igual T y V_m $\quad Z = \frac{P_{real}}{P_{ideal}}$

Factor de compresibilidad z

$$Z = \frac{V_{m,real}}{V_{m,ideal}} \qquad Z = \frac{P_{real}}{P_{ideal}}$$



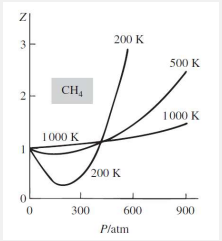
Curvas z-P



$T_{eb,normal}$ (°C)

- 253
-196
-161

Efecto de la temperatura



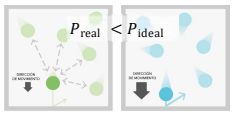
Modificaciones a la ecuación del gas ideal

$$P = \frac{RT}{V_m} \qquad V_m = \frac{RT}{P} \longrightarrow \text{Gas ideal}$$

Tamaño molecular El volumen propio de las moléculas hace que el volumen disponible para su movimiento sea menor que el volumen total del recipiente.

$V_{m,disponible} = V_m - b$ (Corrección)

Fuerzas de atracción intermoleculares



Las fuerzas de atracción entre las moléculas reducen la presión a valores inferiores a los del gas ideal.

$a>0$
$b>0$

$$P_{corregida} = P_{real} + \frac{a}{V_m^2}$$ (Corrección)

Ecuación de van der Waals

$$\left[P + \frac{a}{V_m^2}\right](V_m - b) = RT$$ Forma molar

$$\left[P + \frac{a \cdot n^2}{V^2}\right](V - n \cdot b) = nRT$$ Para n moles

$$PV_m^3 - (Pb + RT)V_m^2 + aV_m - ab = 0$$

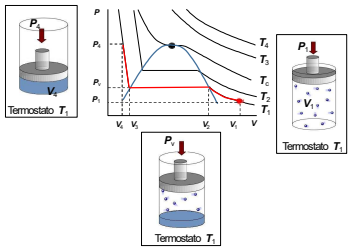
Su resolución requiere encontrar las raíces de una ecuación cúbica.

Constantes a y b

Sustancia	a (atm L^2 mol^{-2})	b×10^2 (L mol^{-1})
He	0,03412	2,370
H_2	0,2444	2,661
O_2	1,360	3,183
H_2O	5,464	3,049
$C_2H_5OC_2H_5$	17,38	13,44
C_6H_6	18,00	11,54

Condensación y equilibrio líquido-vapor

Condensación del vapor



Presión de vapor de equilibrio

Presión ejercida por el vapor cuando se encuentra en equilibrio con su fase líquida a una temperatura determinada.

Temperatura de ebullición

Temperatura a la cual la presión de vapor del líquido es igual a la presión externa.

Temperatura de ebullición normal

Temperatura de ebullición cuando la presión externa es 1 atm.

Diagramas P-V-T

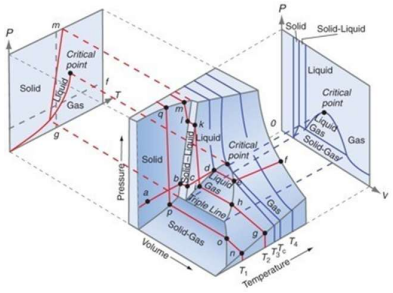
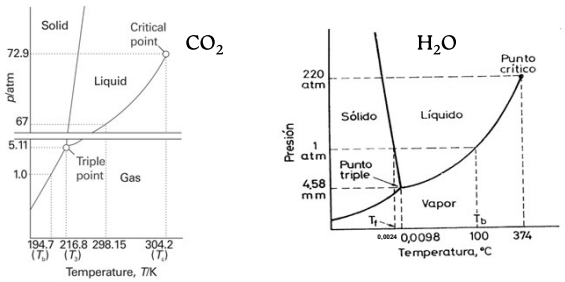


Diagrama de equilibrio de fases para una sustancia pura



Ejercicio

¿ Qué volumen molar ocupa el agua a 600 K y 20 atm ?

- Ecuación gas ideal: $PV = nRT$ $V_{m,ideal} = 2,46$ L
- Ecuación de van der Waals $PV_m^3 - (Pb + RT)V_m^2 + aV_m - ab = 0$

  $a = 5,464$ atm L^2 mol^{-2} $b = 3,049 \times 10^{-2}$ L mol^{-1}

$$20V_m^3 - (20.3,049 \times 10^{-2} + 0,082 \cdot 600)V_m^2 + 5,464V_m - 5,464 \cdot 3,049 \times 10^{-2} = 0$$

$V_m = 2,37703$ L mol^{-1}

Ejercicio

¿ Qué volumen molar ocupa el agua a 370 K y 5 atm ?

- Ecuación gas ideal: $PV = nRT$ $V_{m,ideal} = 6,07$ L
- Ecuación de van der Waals $PV_m^3 - (Pb + RT)V_m^2 + aV_m - ab = 0$

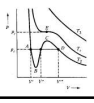
  $a = 5,464$ atm L^2 mol^{-2} $b = 3,049 \times 10^{-2}$ L mol^{-1}

$$5V_m^3 - (5 \cdot 3,049 \times 10^{-2} + 0,082 \cdot 370)V_m^2 + 5,464V_m - 5,464 \cdot 3,049 \times 10^{-2} = 0$$

$V_m = 5,91468$ L mol^{-1}

$V_m = 0,03887$ L mol^{-1}

$V_m = 0,14494$ L mol^{-1}



En esas condiciones el agua no se encuentra en estado gaseoso